

VESTIBULARES  
2021



*Bizuário 18 - Eletroquímica*

ITA 2021



**Estratégia**  
Vestibulares

# Sumário

Mantendo o Foco .....	3
Análise da Aula .....	3
1. Células Galvânicas .....	4
2. Potencial de Eletrodo .....	5
3. Eletrólise .....	6
4. Física de Dispositivos Eletroquímicos .....	8
Bizurando a Lista .....	9
Recomendações .....	10
Por Dificuldade .....	10
Para Manter o Foco.....	13
Tabela Estatística .....	14



## Mantendo o Foco

Você deve ter em mente que eletroquímica é uma temática com índice de incidência **extremamente relevante**, o que pode ser evidenciado por nossa [tabela estatística](#).

Dessa maneira, compreender a eletroquímica, tanto no aspecto teórico quanto em seu equacionamento é fundamental para o desempenho do estudante na prova do ITA. Por isso, você não pode deixar passar o listado abaixo, sendo a parte vital do conteúdo:

- Saber **representar e entender os esquemas eletroquímicos**;
- Conseguir determinar a **força eletromotriz de uma célula, com foco na Equação de Nernst**, bem como calcular as **grandezas termodinâmicas convenientes, como o  $\Delta G$ , constante de equilíbrio, entre outros**;
- Aplicar corretamente as **leis de Faraday da eletrólise**;
- Ter em mente as **espécies com maior facilidade de descarga no cátion e no ânion na eletrólise em meio aquoso**;
- Entender os **princípios da corrosão e as proteções mais comuns**.

## Análise da Aula

No início dessa aula, você terá contato com as primeiras definições importantes dentro do estudo da eletroquímica como: ânodo, cátodo, célula galvânica, célula eletrolítica, entre outros. Esse tópico requer bastante atenção, visto **que o ITA adora abordar situações esquemáticas com dispositivos eletroquímicos**.

Seguindo adiante, você verá o sentido por trás do **potencial de eletrodo**. A partir disso, você terá ideia de **como calcular a diferença de potencial** de uma pilha e como os potenciais são atribuídos a partir do **eletrodo padrão de Hidrogênio**.

Sendo assim, preste muita atenção nesse tópico, pois ele concentra **a maioria das questões do ITA que envolvem equacionamento matemático de pilhas**.

Logo após, você será exposto aos meandros da **eletrólise**. Nesse ponto, aumente sua atenção nas **Leis de Faraday da Eletrólise**, pois a maioria das questões do ITA que envolvem eletrólise tem o viés matemático explorado nessa parte.

Por outro lado, é sempre prudente conhecer bem os tipos de eletrólise e, principalmente, como a eletrólise ocorre em seu aspecto qualitativo. Desse modo, **é vital memorizar as espécies com maior facilidade de descarga.**

Também, temos uma modalidade de pilha que tem apresentado abordagem crescente nas provas do ITA, são **as pilhas de concentração**. Dessa maneira, foque em entender esse fenômeno e, principalmente, equacioná-lo, identificando, ainda, **cátodo, ânodo e fluxo de elétrons**.

Por fim, o nosso professor apresenta explicações bastante interessantes sobre o funcionamento dos dispositivos eletroquímicos. Assim, aproveite para **aumentar sua gama de conhecimento**, o que, certamente, ajudará na memorização do conteúdo.

Ainda nesse ponto, preste atenção nas **associações de células eletroquímicas**, as quais apresentam abordagem crescente nas provas do ITA, bem como nos **processos de corrosão**. Os processos de corrosão e os seus meios de proteção sempre pegam muitos candidatos desprevenidos quando caem na prova.

Com a perspectiva geral da aula em vista, **vamos trilhar sua aprovação!**

## 1. Células Galvânicas

Esse tópico traz os conceitos iniciais necessários para o estudo dos dispositivos eletroquímicos.

Dessa forma, diferencia de modo enfático **as células galvânicas e as células eletrolíticas**. A espontaneidade aqui é um conceito fundamental, visto que **apenas pilhas apresentam reações espontâneas**.

Para memorizar, pense que **eletrólise e eletrolíticas são termos parecidos**, os quais estão intimamente ligados. A **figura 3: Tipos de Células Eletroquímicas** deve te auxiliar na concepção geral desses conceitos.

Em seguida, temos a apresentação da **pilha de Daniell**, que talvez seja o modelo eletroquímico mais didático para a introdução do conteúdo.

Sendo assim, tenha em mente que **as pilhas são constituídas por uma reação de oxirredução**. Aproveite, e veja, de cara, **os efeitos visuais de uma pilha em operação** como, nesse caso, o consumo da placa de Zn e a formação de uma chapa de Cu. Isso **frequentemente é cobrado** no certame do ITA.

Ainda, temos que garantir a circulação da corrente elétrica, visto que a redução e a oxidação sugerem o fluxo de elétrons. Nesse contexto, perceba que, para que haja corrente elétrica é necessário um circuito fechado, logo, usa-se uma **ponte salina**.

Por fim, se apegue as definições de **ânodo e cátodo**, como sendo o ânodo, o lugar em que ocorre oxidação, e o cátodo, o local em que ocorre a redução. Desse modo, **pegue o bizu** do nosso professor Thiago (vogal com vocal e consoante com consoante) e siga em frente.

**Não recomendo** que você associe cátodo a polo positivo e ânodo a polo negativo ou vice-versa. Assim, tenha em mente **cátodo e ânodo como locais onde acontecem tais fenômenos (redução e oxidação, respectivamente)**.

Se você compreender bem isso, saberá identificar os polos de acordo com o dispositivo eletroquímico, visto que essa noção é suficiente para determinar o sentido do fluxo de elétrons.

Por hora, guarde bem a **Figura 8: Representação da Pilha de Daniell evidenciando o ânodo e o cátodo**, ressaltando o quão legal é o funcionamento da ponte salina e vamos em frente. Antes, resalto que o aluno mais experiente pode fazer apenas uma leitura dinâmica desse tópico.

## 2. Potencial de Eletrodo

Agora, chegamos a um tópico muito importante, no qual vamos aprender a calcular a força eletromotriz de uma pilha.

Primeiramente, destaco a **figura 10: Polos correspondentes ao cátodo na pilha e na eletrólise**.

Se te ajudar e você quiser decorar, segue o bizu: na **pilha** os elétrons “caem”, indo do **avião** ao **chão**. Logo, os elétrons seguem o sentido do **ânodo** para o **cátodo**, definindo, portanto, o **cátodo** como polo positivo (atraem os elétrons) e o **ânodo** como polo negativo.

Pense sempre assim, apenas **tome o cuidado** de inverter os resultados se estiver lidando com a eletrólise.

Para o cálculo da força eletromotriz, tenha em mente a necessidade de organizar as semirreações da pilha para chegar na equação global.

Aqui, **dois cuidados são muito importantes**: o primeiro é que ao **multiplicar os coeficientes estequiométricos de uma reação, o potencial dela não se altera**, e o segundo é que **caso você necessite usar a Lei de Hess para eliminar alguma espécie e chegar a algum valor de reação ou semirreação, não se soma os potenciais e sim o  $\Delta G$** , pois **potencial não é função de estado**, mas energia livre é.

Essas ponderações **não podem deixar dúvidas na sua mente**. Dessa maneira, veja, imediatamente, os exercícios da seção **“Hora de Praticar”** antes de seguir adiante.

Logo após, anote no seu **caderninho de bizu** a **tabela 1: Espontaneidade de reação** e não se esqueça de memorizar a relação matemática entre variação da energia livre de Gibbs e do potencial da reação.

Ao avançar, apreenda que o referencial mais comum para os eletrodos na química é o **eletrodo padrão de hidrogênio**, que tem, por convenção,  $E = 0 \text{ V}$ .

Nesse ponto, **tome nota** sobre as tendências gerais da **Tabela 2: Potenciais Padrão de Redução**, percebendo, por exemplo, que os halogênios possuem expressivos potenciais de redução, enquanto os metais-alcálicos possuem os menores.

Nesse contexto, atente que todos os potenciais são **dados em condições padrão**. Contudo, sabemos que nem todos os sistemas que lidamos estão em condições padrão. Para calcular potenciais quando não estamos nessas condições, utilizamos a famosa **equação de Nernst**.

De cara, perceba que a equação de Nernst é apenas uma apresentação mais conectada com os parâmetros eletroquímicas da própria fórmula da energia livre de Gibbs.

Nessa perspectiva, é válido ressaltar que o **coeficiente de ação das massas** é dado como a razão entre atividades dos produtos e dos reagentes e, daqui, seguem as mesmas regras do equilíbrio químico.

Destaco, ainda, que a equação de **Nernst pode ser usada para cálculo de potenciais de semirreações**, desde que se tome o devido cuidado em sua escrita.

Essa equação é **F-U-N-D-A-M-E-N-T-A-L**. Aparece todo ano no ITA. Olho nela!

Por fim, aconselho que **você grave a forma da equação de Nernst com seu logaritmo decimal, utilizando o 0,059 como fator multiplicativo**, visto que ele é muito comum, devido ao uso da **temperatura de 25°C**.

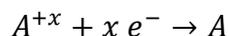
Nesse momento, veja mais alguns exercícios da nossa seção **“Hora de Praticar!”** e tire todas as suas dúvidas sobre o uso da equação de Nernst antes de passarmos para o próximo tópico. Não recomendo ao aluno mais experiente que pule esse tópico, pois ele é fundamental para a prova do ITA.

### 3. Eletrólise

Na seção teórica seguinte, você verá todo o contexto da **eletrólise**. Nesse ponto, tenha em mente que a parte algébrica será, regra geral, bem simples, se baseando puramente nas **leis de Faraday da eletrólise**.

Assim, aprenda o conceito de **equivalente químico** abordado pelo nosso professor. Por outro lado, pense que você sempre pode fazer uma **proporção direta entre carga e número de mols (ou massa)** no contexto da **eletrólise** (não se esqueça que a constante de Faraday é quantidade de carga em 1 mol de elétrons).

Desse modo, dada uma reação do tipo abaixo, com o intuito de descobrir a quantidade de “A” produzida após a passagem de uma corrente “I” em um tempo “t”, podemos escrever o seguinte quadro para a eletrólise:



Quantidade de carga (C)	Número de mols da substância
$x \cdot F$	1
$I \cdot t$	$n_A$

Daí, chegaríamos em:

$$n_A = \frac{I \cdot t}{x \cdot F}$$

Perceba, ainda, que esse é o mesmo raciocínio utilizado pelo nosso professor Thiago. Contudo, essa abordagem deixa de lado o conceito de equivalente químico, utilizando-o implicitamente. **Utilize como você se sentir mais à vontade!**

Em seguida, você verá os dois tipos mais comuns de eletrólise: **a ígnea e a aquosa**. Dessa maneira, é importante diferenciar os dois tipos. Preste **muita atenção na exemplificação do nosso professor!** Ela é muito feliz pois trata da eletrólise do NaCl das duas formas, explicitando a diferença do resultado.

A eletrólise ígnea é bem simples do ponto de vista da previsibilidade do resultado.

Isso se dá, pois, dado um composto iônico fundido (lembre-se que compostos iônicos conduzem corrente elétrica no estado líquido justamente por, nesse contexto, possuírem íons livres), teremos apenas os seus próprios íons para sofrerem a oxidação e a redução pertinentes, bastando apenas o ajuste da tensão imposta ao sistema.

Por outro lado, **a eletrólise aquosa requer um pouco mais de atenção** devido a competitividade dos íons da própria água e dos sais colocados no sistema. Ressalto, ainda, que tal sistema aparece com frequência relevante em provas do ITA.

Sendo assim, é extremamente importante que você anote no seu **caderninho de bizus** e tenha em mente, o mais rápido possível, a **figura 18: Facilidade de Descarga no Cátodo** e a **figura 19: Facilidade de descarga no ânodo**. Esses esquemas te darão o Norte para análise dos sistemas de eletrólise aquosa propostos.

Por fim, preste muita atenção no exemplo da **eletrólise aquosa de sulfato de sódio (Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)**. Nesse caso, apenas os íons da própria água sofrem a eletrólise.

Então, qual o motivo de usar sulfato de sódio nesse sistema? É simples, para que a condutividade elétrica da solução aumente. **Isso daria uma boa questão para a 1ª fase do nosso certame, você não acha?** Simplesmente, **a cara do ITA.**

Nesse momento, fixe os conceitos aprendidos na seção **“Hora de praticar”** antes de seguir para a parte final desse tópico, que traz consigo os eletrodos de concentração.

Nesse contexto dos eletrodos de concentração, tenha em mente a **equação de Nernst**, afinal, ela será responsável por determinar o potencial de um eletrodo fora das condições padrão.

Sendo assim, vemos que **eletrodos da mesma espécie química podem apresentar potenciais diferentes**, o que resulta em uma diferença de potencial entre dois desses eletrodos.

Assim, essa é a lógica por trás da pilha de concentração. Dito isso, ressalto que é comum a formação de pilhas de concentração através de equilíbrios químicos. Olhe o exercício seguinte da seção **“Hora de praticar!”** para esclarecer essa abordagem.

Agora, você está pronto para ir a última seção teórica do nosso material. Não recomendo ao aluno mais experiente que pule esse tópico devido a sua importância na prova do ITA.

## 4. Física de Dispositivos Eletroquímicos

No fim da nossa abordagem teórica, o **nosso professor traz uma abordagem extremamente interessante com a interpretação física dos sistemas eletroquímicos**, algo quase inédito em literaturas comuns nessa parte do estudo da química.

Sendo assim, **proveite a riqueza de detalhes para ligar os seus conhecimentos da física e da química**, aumentando sua compreensão sobre o fenômeno estudado.

Ressalto, contudo, que **difícilmente será cobrado algo com essa cara de “circuito puro”** na parte de química da sua prova, mas a noção do que de fato está acontecendo no sistema pode ser vital para o seu êxito em alguma questão de eletroquímica do ITA.

Seguindo adiante, você verá a associação de células eletroquímicas. Essa questão já apareceu no ITA duas ou três vezes. Logo, **é prudente que o candidato esteja atento a essa abordagem!**

Finalmente, temos os meandros da corrosão. Como nosso professor salienta, a corrosão é um dos fenômenos mais importantes da química. Logo, é esperado, bem como é fato, que o ITA **a-d-o-r-e** abordar esse contexto em suas provas.

De cara, lembre o tipo de corrosão mais famoso: a corrosão pela água. Aproveite para relembrar a **figura 33: fila de Reatividade dos metais**, juntamente com a **corrosão do ferro**. Dessa forma, peço que você tenha **muita atenção nessa parte do conteúdo**, principalmente no tocante às **proteções anódica e catódica**.

Na proteção anódica, lembre-se que, regra geral, ela consiste em **impedir o contato do que se quer proteger (o ânodo) com o agente oxidante**. Dessa maneira, são comuns os banhos de ouro ou de zarcão nas estruturas metálicas que se deseja proteger.

Por outro lado, lembre-se que a **proteção catódica** está associada ao **metal de sacrifício**, ou seja, aos metais que tem facilidade de se oxidar, visto que eles substituirão o que seria o ânodo daquela estrutura metálica (o próprio metal), sendo **o Zn, o Cr, o Al e o Mg** os mais famosos utilizados nesse processo.

O processo mais conhecido para a implementação da proteção catódica é a **galvanização**, que sugere um banho de Zn fundido na estrutura metálica. Sugiro que guarde esse nome, pois ele aparece com bastante frequência nas provas do ITA.

Com isso em mente, observe os mecanismos de **oxidações intermediárias**, com o intuito de ampliar o seu domínio diante dos processos eletroquímicos.

Esse tópico final é de suma importância para a prova do ITA, destrinchando conceitos não triviais com uma abordagem bastante precisa. Não recomendo que o aluno mais experiente pule essa parte do conteúdo.

Desse modo, chegando ao fim de mais um aporte teórico, sigamos em frente, **vamos bizurar a lista!**

## Bizurando a Lista

Estudada a **teoria da eletroquímica**, podemos te direcionar, na lista de exercícios, de acordo com a sua dificuldade ao longo da aula. Além disso, também prezaremos aqui pelo treinamento do tempo de prova.

Abaixo, seguem as questões desta aula com três classificações distintas: questões selecionadas para que seu estudo da lista de exercícios seja como um treino para a prova, divisão de dificuldade acompanhada de alguns bizes para resolver as questões difíceis, divisão por assuntos destacados no “Mantendo o Foco”, tópico presente no início do nosso bizuário.

## Recomendações

Perceba, de cara, que as 11 primeiras questões da lista estão diluídas no embasamento teórico. Volte a elas apenas se não as apreendeu completamente da leitura do texto, ou se tiver com tempo extra para massificar o conteúdo.

Atente, ainda, para a seção onde essas questões estão resolvidas no corpo teórico. Isso é um bom indicativo acerca de qual conteúdo está sendo abordado pelas questões.

Agora, olhando para as questões ainda não abordadas da lista, vamos começar pelas médias e algumas fáceis, que representam a maior parte da prova do ITA. Marque **1 hora** e tente fazer as questões **18 (ITA – 2017), 18 (ITA – 2017), 23 (ITA – 2017), 32 (ITA-2012), 33 (ITA-2012), 37 (ITA-2011), 43 (ITA – 2007), 41 (IME – 2014), 48 (ITA – 2005), 55 (IME-2010) e 60 (ITA-2003)** sem interrupções e sem consultar os comentários. Não se assuste com o número de questões, uma parcela significativa delas é de resolução rápida, desde que os conceitos teóricos da aula estejam sólidos.

Contudo, tenha em mente que, com o tempo tão apertado, é normal que você não consiga nem tentar todas as questões. Considere que você apresentou facilidade nesse “teste” se conseguir identificar e acertar as questões mais fáceis. O grande segredo de uma prova majoritariamente difícil é **não errar aquilo que é fácil**.

Se apresentar facilidade, avance para as questões difíceis e tente fazer e entender as questões **21 (IME – 2016), 24 (ITA-2014), 28 (ITA-2013) e 54 (IME-2008)**. Se conseguir, você está apto para considerar finalizada esta aula.

Se você apresentou uma dificuldade leve, contente-se em ler e entender os comentários das questões citadas e passe também às difíceis.

Se você apresentou muita dificuldade, siga a tabela a seguir, fazendo primeiro as fáceis, depois as médias e, por fim, as difíceis.

## Por Dificuldade

Classificação	Questões
Fáceis	17, 19, 22, 23, 26, 27, 40, 51 e 58.
Médias	15, 16, 18, 20, 25, 29,34 a 39, 41 a 50, 52, 53, 55,56,57,59 e 60.



As questões difíceis desta aula apresentam algumas abordagens diferentes. Sendo assim, é interessante que você identifique as “grandes lições” que essas questões trazem. Veja abaixo:

- Na questão 21 (IME – 2016), temos uma questão classificada como complexa devido a exigência de um certo grau de abstração quanto ao funcionamento do sistema.

Essa questão mostra o quão necessário é **ir devagar, passo a passo**, até se construir uma linha de raciocínio que permita enxergar uma conclusão coerente.

Pensa o seguinte: você tá fazendo uma prova de química e sabe que são fornecidos os dados para a montagem de uma pilha. Então, o que você faz? **Monta a pilha, ora.**

Ao montar a pilha (entenda essa montagem como achar a reação global e a diferença de potencial envolvida), que na verdade é uma célula de combustível, você sabe que haverá transferência de energia de alguma forma, afinal, tal célula alimenta o motor.

Daí, o que é prudente fazer? **Calcular o trabalho máximo da pilha!** Isso se dá porque esse trabalho máximo é a maior quantidade de energia possível para a transmissão do sistema.

Dessa forma, você logo verá que essa energia será a utilizado pelo carro e fará as operações matemáticas necessárias para chegar ao resultado, utilizando os conceitos basilares de potência e velocidade.

Viu a importância de seguir **passos simples**? Nunca se esqueça que **uma questão difícil é, regra geral, um compilado de problemas simples resolvidos ordenadamente.**

- A questão 24 (ITA – 2014) pode trazer uma dificuldade fora do comum devido ao dado desejado, visto que **densidade de corrente não é um termo muito comum no ensino médio**, bem como devido a sua **abordagem geométrica.**

Essa questão passa pelo que nós já estudamos: **na eletrólise de um metal, há deposição desse metal no eletrodo.** Sendo assim, a **dificuldade** dessa questão é que ela **quantifica tal deposição, por meio de propriedades geométricas.**

Dessa maneira, não se desespere! Perceba que o nosso professor conduz a questão de modo semelhante a uma questão de lei de Faraday trivial, apenas se valendo da **massa e da relação de densidade** para chegar na **densidade de corrente desejada.**

Com atenção a esse detalhe, a questão difícil pode até ser tomada como mais simples. **Não tenha medo das questões!**

- A questão 28 (ITA – 2013) pode trazer um grau de dificuldade maior por conta da **necessidade de se representar uma célula de combustível de modo esquemático.**

Primeiramente, nunca perca seu objetivo: **ache a equação global da célula.** Além disso, perceba que a questão é capciosa, pedindo essa resposta no final da questão (mesmo que de forma indireta, através das semirreações) e não no início. **Isso é uma tática para te confundir e o ITA adora tal abordagem!**

Afinal, como você conseguirá esquematizar o dispositivo se não conhece as equações envolvidas nele? Desse modo, fica a dica:  **siga a sequência lógica das coisas independentemente da “lógica” que a questão tentar te induzir ao propor seus itens.**

No mais, atente para o **cuidado aos estados físicos das substâncias envolvidas**, que até o próprio enunciado traz. **A questão fala com você. Acredite nisso!** Isso se dá para que você tenha a certeza necessária para ratificar que a reação deve estar em sistema fechado.

Tais detalhes podem te render pontos extra. **Não os desperdice!**

- A questão 54 (IME – 2008) é bem completa por conta das diversas reações químicas que envolvem esse sistema reacional.

Como o nosso professor salienta e eu ratifico, **fazer o fácil de imediato** te ajuda a caminhar e entender a situação problema, além de garantir alguma pontuação caso você não chegue até o fim.

Ainda, chamo a atenção para a **análise que o nosso professor fez para os pares de oxirredução possíveis de Fe do par  $\text{Sn}^{+2}|\text{Sn}^{+4}$ .**

Essa abordagem, nesse contexto, é muito relevante para a visualização estequiométrica **da forma como o Ferro está de acordo com a exposição a cada reagente (se está na forma oxidada ou não e em qual nox se encontra).**

Por fim, como é muito comum nesse tipo de questão, perceba que a parte algébrica com os dados do enunciado só começa “de trás para frente”, quando se entende que **o permanganato reduz todo  $\text{Fe}^{+2}$  a Fe** e usa o **fato do permanganato ser titulado com oxalato** para identificar, finalmente, a quantidade de ferro no minério.

Toda abordagem até aquele ponto é apenas qualitativa, com o intuito de saber a fonte do ferro. É importante para o aluno ter essa visão mais engenhosa. Certamente, ela te levará a resolver os problemas mais difíceis da prova. Lembre-se que **os números estão na questão para confirmar a coerência do raciocínio e não o contrário.**

## Para Manter o Foco



Dentre todas as questões selecionadas até agora e nesta seção, destaco a divisão proposta na tabela a seguir para mantermos nosso foco.

Sendo assim, não pule esta aula sem ter feito essas questões e entendido sua resolução.

Assunto	Questões
<i>Representar e entender os esquemas eletroquímicos</i>	28, 42, 44, 47, 48, 57 e 59.
<i>F.E.M da célula, Nernst, <math>\Delta G</math>, constante de equilíbrio, entre outros</i>	16, 17, 19 a 22, 25 a 27, 29, 30, 32, 34, 35, 37, 45, 46, 49, 50, 52, 54 a 56, 60.
<i>Leis de Faraday da Eletrólise</i>	23, 24, 38, 40, 41, 51 e 58.
<i>Facilidade de descarga em eletrólises</i>	33.
Os princípios da corrosão e as proteções mais comuns	15, 18, 31, 43 e 53.



## Tabela Estatística

Assunto	Nº de Questões 2011-2018	Nº médio de Questões por prova
<i>Reações Inorgânicas/Solubilidade</i>	26	3,25
<i>Termoquímica</i>	26	3,25
<i>Cinética Química</i>	21	2,63
<i>Equilíbrio Iônico</i>	21	2,63
<i>Orgânica: Reações</i>	21	2,63
<i>Química Descritiva (Laboratório, Cores)</i>	20	2,50
<i>Eletroquímica: Pilha</i>	19	2,38
<i>Gases</i>	15	1,88
<i>Ácidos e Bases Inorgânicos</i>	14	1,75
<i>Soluções</i>	14	1,75
<i>Equilíbrio Químico (Chatelier)</i>	13	1,63
<i>Atomística/Quântica</i>	12	1,50
<i>Sais e Óxidos</i>	12	1,50
<i>Estequiometria</i>	10	1,25
<i>Ligações Intermoleculares (Dipolo Permanente, Induzido, Lig. de Hidrogênio)</i>	10	1,25
<i>Eletroquímica: Eletrólise</i>	8	1,00
<i>Orgânica: Nomenclatura/Funções</i>	8	1,00
<i>Propriedades Coligativas</i>	8	1,00
<i>Oxirredução/NOx</i>	8	1,00
<i>Ligações Químicas (Covalente, Metálica, Iônica)</i>	7	0,88
<i>Estados Físicos/Diagrama de Fases</i>	6	0,75
<i>Radioatividade/Cinética Radioativa</i>	6	0,75
<i>Orgânica: Isomeria</i>	5	0,63
<i>Orgânica: Polímeros</i>	5	0,63
<i>História Científica</i>	5	0,62
<i>Tabela Periódica</i>	3	0,38
<i>Teoria Atômico Molecular</i>	3	0,38
<i>Cristalografia</i>	2	0,25
<i>Orgânica: Acidez/Basicidade</i>	2	0,25
<i>Coloides</i>	2	0,25
<i>Orgânica: Bioquímica</i>	2	0,25
<i>Orgânica: petróleo</i>	1	0,13
<i>Cálculo de Fórmulas</i>	1	0,12